

# EXERCICES CHAPITRE : FORCES DES ACIDES ET DES BASES

## Exercice 1: Tracer un diagramme de prédominance

Le pH d'une solution aqueuse contenant de l'acide nitreux  $\text{HNO}_{2(\text{aq})}$  est  $\text{pH}=4,5$ .

1. Identifier, en justifiant, l'espèce prédominante du couple de l'acide nitreux dans la solution.
2. Écrire l'équation de l'acide nitreux sur l'eau.
3. Calculer la concentration en ions oxonium dans la solution d'acide nitreux.
4. Écrire la constante d'acidité  $K_A$  de cette réaction.

5. Démontrer la relation des solutions tampons :  $\text{pH} = \text{p}K_A + \log\left(\frac{[\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}\right)$  en partant de la constante d'acidité précédente.

6. Montrer que pour le  $\text{pH}=4,5$  la forme basique est majoritaire en partant de la relation des solutions tampons.

**Donnée :**  $\text{p}K_A (\text{HNO}_{2(\text{aq})} / \text{NO}_{2(\text{aq})}^-) = 3,3$ .

## Exercice 2: L'acide propanoïque

L'acide propanoïque est en partie responsable des odeurs corporelles, car il est produit lors de la dégradation des acides aminés et des acides gras par les bactéries de la flore cutanée. Une solution aqueuse d'acide propanoïque  $\text{C}_2\text{H}_5\text{—COOH}$  de concentration en soluté apporté  $C=1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$  possède un  $\text{pH}=2,9$

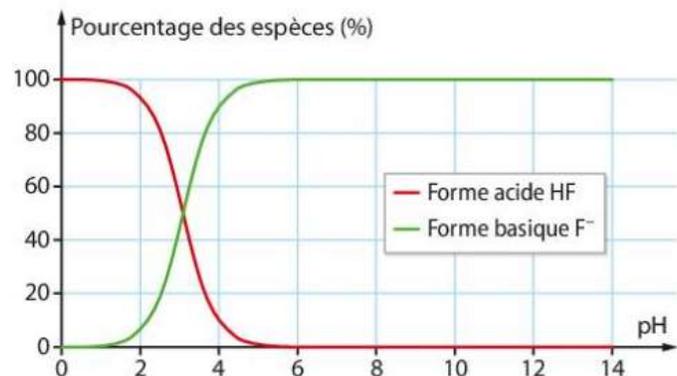
1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation de l'acide propanoïque avec l'eau.
2. Donner l'expression du taux d'avancement final  $\tau$  de la réaction étudiée en fonction de l'avancement final  $x_f$  et maximal  $x_{\text{max}}$ .
3. Exprimer l'avancement maximal  $x_{\text{max}}$  en fonction de  $C$  et  $V$ .
4. Exprimer la valeur de l'avancement final  $x_f$  en fonction du  $\text{pH}$  et de  $V$ .
5. Calculer le taux d'avancement final  $\tau$  et justifier que l'acide propanoïque est un acide faible.
6. On montre que les concentrations en quantité de matière à l'équilibre peuvent s'exprimer de la manière suivante :
  - $[\text{AH}_{(\text{aq})}]_{\text{eq}} = C \times (1 - \tau)$  pour l'acide propanoïque,
  - $[\text{A}_{-(\text{aq})}]_{\text{eq}} = C \times \tau$  pour sa base conjuguée
- 6.1. Écrire et exprimer la constante d'acidité  $K_A$  de la réaction en fonction de  $\tau$  et  $C$ .
- 6.2. En déduire la valeur du  $\text{p}K_A$  de l'acide propanoïque.

## Exercice 3: Diagramme de distribution des espèces d'un couple acide/base

L'acide fluorhydrique  $\text{HF}_{(\text{aq})}$  est un acide faible très toxique utilisé au niveau industriel au cours des procédés de purification de l'aluminium ou de l'uranium.

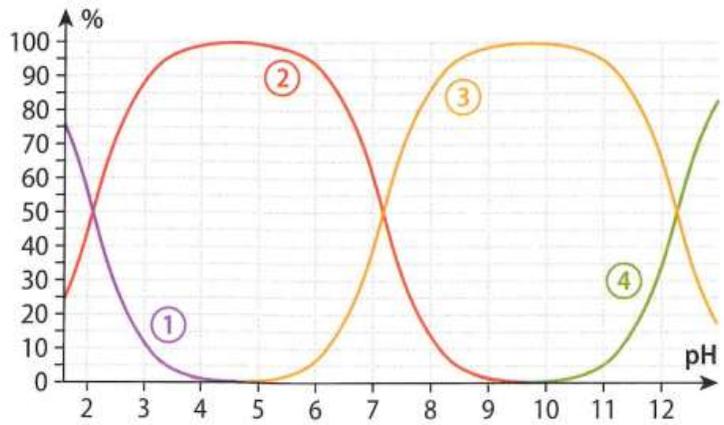
Le diagramme de distribution du couple acide/base correspondant est :

1. En quel point a-t-on égalité des concentrations des espèces conjuguées ?
2. Déterminer le  $\text{p}K_A$  du couple  $\text{HF}_{(\text{aq})} / \text{F}_{(\text{aq})}^-$  et la valeur de sa constante d'acidité.
3. Déterminer la fraction de l'espèce basique dans une solution d'acide fluorhydrique de  $\text{pH} = 2,0$ .
4. À l'aide de la relation des solutions tampons, déterminer l'espèce majoritaire à  $\text{pH}=2$ .



#### Exercice 4: Acide phosphorique

L'acide phosphorique de formule  $H_3PO_4$  est un triacide, noté  $H_3A$ , présent dans les boissons au cola mais également dans des milieux biologiques tels que le sérum, liquide sanguin, ou l'urine. Le diagramme de distribution ci-dessous indique le pourcentage de chaque espèce en solution lorsque le pH varie.



1. Quels sont les différents couples acide-base associés à l'acide phosphorique ? Identifier chacune des courbes.
2. Quelles espèces ont un caractère amphotère ?
3. En déduire les  $pK_A$  des trois couples mis en jeu.
4. Déterminer les pourcentages des espèces présentes dans une solution de  $pH = 3,0$ . Si la concentration en acide phosphorique apporté vaut  $c = 0,10 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , calculer les concentrations des formes présentes à ce pH.
5. Sachant que le  $pH$  du sérum vaut  $7,4$ , que celui de l'urine est voisin de  $6,0$  et que celui des boissons au cola est proche de  $2,5$ , indiquer les espèces prédominantes dans chacune de ces solutions.

#### Exercice 5: L'acide lactique

Le lactose est le sucre caractéristique du lait. Sous l'action d'enzymes, le lactose se transforme en acide lactique au cours du temps, augmentant l'acidité naturelle du lait. Le  $pH$ , dans ces conditions, est proche 5. En dessous de cette valeur, le lait ne devient plus consommable.

On mesure au laboratoire du  $pH$  d'une solution d'acide lactique de concentration en soluté apporté  $C = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . La formule semi-développée de l'acide lactique est :



1. Écrire la formule topologique de l'acide lactique.
  2. Entourer le groupe fonctionnel et nommer la famille à laquelle il appartient
- On notera  $AH$  la formule de l'acide lactique et  $A^-$  sa base conjuguée.
3. Donner l'expression de la constante d'acidité notée  $K_A$  du couple acide lactique/ion lactate.
  4. Montrer qu'à l'équilibre l'expression de la constante d'acidité  $K_A$  de l'acide lactique en fonction de la concentration en ion oxonium notée  $h$  à l'équilibre peut s'écrire :

$$K_A = \frac{h^2}{(c-h) \times c^0} \quad \text{avec } c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ la concentration standard}$$

5. En partant du  $K_A$ , calculer la concentration en ion oxonium  $h$  et le  $pH$ . Conclure quant à la nature du lait.
6. Représenter le diagramme de prédominance associé au couple de l'acide lactique.

**Donnée :**  $pK_A = 3,9$

#### Exercice 6: Force de l'acide benzoïque

Le  $pH$  d'une solution aqueuse d'acide benzoïque  $C_6H_5COOH$  noté  $AH$  de concentration en soluté apporté  $C = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  vaut  $pH = 3,6$ .

1. Écrire l'équation de la réaction modélisant la transformation de l'acide benzoïque avec l'eau.
2. Déterminer le taux d'avancement  $\tau$  et le relier au caractère total ou non total de la transformation.
3. Écrire la constante d'équilibre  $K_A$  de la réaction.
4. Montrer qu'à l'équilibre l'expression de la constante d'acidité  $K_A$  de l'acide benzoïque en fonction du  $pH$  à l'équilibre peut s'écrire :

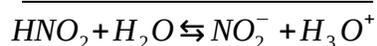
$$K_A = \frac{(10^{-pH})^2}{(c - 10^{-pH}) \times c^0} \quad \text{avec } c^0 = 1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \text{ la concentration standard}$$

5. Déterminer la valeur de la constante d'acidité  $K_A$  du couple  $HA / A^-$ . En déduire la valeur de son  $pK_A$ .

# CORRECTION

## Exercice 1: Tracer un diagramme de prédominance

### 1. Diagramme prédominance



$$3. [H_3O^+] = C^0 \times 10^{-pH} = 10^{-4,5} = 3,2 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$4. K_A = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2] \times C^0}$$

$$K_A = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[H_2O] \times C^0}$$

$$K_A = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[H_2O]}$$

$$-\log K_A = -\log \left( [H_3O^+] \times \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

$$5. pK_A = -\log([H_3O^+]) - \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

$$pK_A = pH - \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

$$pK_A + \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right) = pH$$

$$pH = pK_A + \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

$$pH = pK_A + \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

$$4,5 = 3,3 + \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

$$4,5 - 3,3 = \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

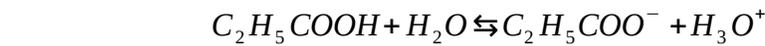
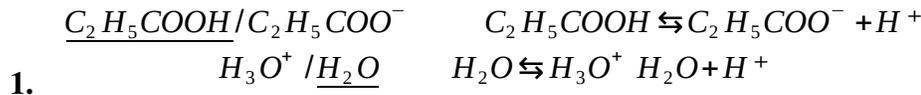
6.  $-1,2 = \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$       donc la forme acide est majoritaire devant la forme basique.

$$-1,2 = \log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)$$

$$10^{-1,2} = 10^{\log \left( \frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} \right)}$$

$$\frac{[NO_2^-]}{[HNO_2]} = 10^{-1,2} < 1$$

$$[NO_2^-] < [HNO_2]$$

**Exercice 2: L'acide propanoïque**

$$2. \tau = \frac{x_f}{x_{max}}$$

$$3. x_f = C^0 \times V \times 10^{-pH}$$

$$4. x_{max} = C \times V$$

$$5. \tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{C^0 \times V \times 10^{-pH}}{C \times V} = \frac{C^0 \times 10^{-pH}}{C} = \frac{10^{-2,9}}{1,0 \times 10^{-1}} = 1,3 \times 10^{-2} \text{ la réaction est donc équilibrée.}$$

$$6. K_A = \frac{[H_3O^+][C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH] \times C^0} = \frac{C \times \tau \times C \times \tau}{C \times (1-\tau) \times 1} = \frac{C^2 \tau^2}{C(1-\tau)} = \frac{C \times \tau^2}{1-\tau} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 1,3 \times 10^{-2}}{1-1,3 \times 10^{-2}} = 1,7 \times 10^{-5}$$

$$7. K_A = \frac{C \times \tau^2}{1-\tau} = \frac{1,0 \times 10^{-1} \times 1,3 \times 10^{-2}}{1-1,3 \times 10^{-2}} = 1,7 \times 10^{-5} \text{ et donc } pK_A = -\log K_A = -\log(1,7 \times 10^{-5}) = 4,8$$

**Exercice 3: Diagramme de distribution des espèces d'un couple acide/base**

1. L'égalité est obtenue lorsque les pourcentages en espèces sont de 50 %.

2. le  $pK_A$  est obtenu lorsque les pourcentages sont de 50 %, soit un  $pH = pK_A = 3$ .

3. Pour un  $pH = 2$ , on a 8 % de forme basique  $F^-$  et 92 % de forme acide HF.

$$pH = pK_A + \log\left(\frac{[F^-]}{[HF]}\right)$$

$$2 = 3 + \log\left(\frac{[F^-]}{[HF]}\right)$$

$$2 - 3 = \log\left(\frac{[F^-]}{[HF]}\right)$$

4.  $-1 = \log\left(\frac{[F^-]}{[HF]}\right)$  donc HF est forme prédominante ou majoritaire.

$$10^{-1} = 10^{\log\left(\frac{[F^-]}{[HF]}\right)}$$

$$\frac{[F^-]}{[HF]} = 10^{-1} < 1$$

$$[F^-] < [HF]$$

**Exercice 4: Acide phosphorique**

1.  $s < x < w$

**Exercice 5: L'acide lactique**

1. Formule topologique et groupement

2. groupement

$$3. K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA] \times C^0}$$

4.  $AH + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$  à l'équilibre, il existe une relation simple entre les concentrations des produits grâce à un bilan molaire.  $[H_3O^+] = [A^-] = h$ . De même la concentration en quantité de matière d'acide restant est déterminée par  $[AH] = C - h$ .

Remplaçons dans l'expression du  $K_A$

$$K_A = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA] \times C^0} = \frac{h \times h}{(C-h) \times 1} = \frac{h^2}{C-h}$$

$$K_A = \frac{h^2}{C-h}$$

$$K_A \times (C-h) = h^2$$

5.  $K_A \times C - K_A \times h = h^2$  le polynôme admet deux solutions. Celle positive donne

$$h^2 + K_A \times h - K_A \times C = 0$$

$$h^2 + 10^{-3,9} \times h - 10^{-3,9} \times 1,0 \times 10^{-2} = 0$$

$$h^2 + 10^{-3,9} \times h - 10^{-5,9} = 0$$

$$h = 1,1 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ soit un } pH = -\log \left( \frac{[H_3O^+]}{C^0} \right) = 2,9$$